



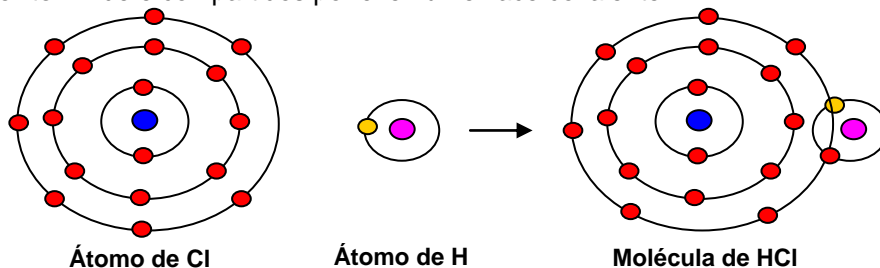
Enlace Covalente



- Se da entre elementos no metálicos entre sí o con el H. Los átomos que se enfrentan son ambos de electronegatividad alta (no metales), ninguno de los dos cederá electrones (**diferencia de electronegatividad $\leq 1,7$**). Una manera de adquirir la configuración de gas noble en su última capa es permanecer juntos con el fin de **compartir electrones**.
- **Covalencia de un elemento:** nº de e compartidos por él en un enlace covalente

Esquema clásico del enlace covalente.

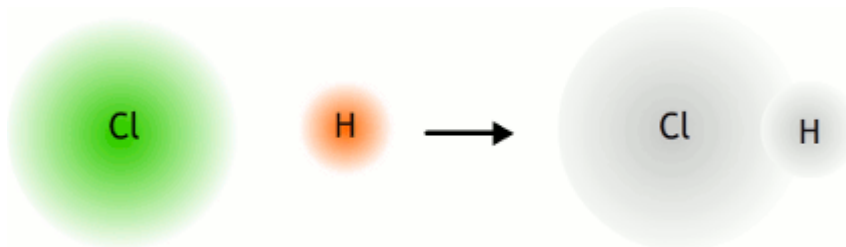
Los átomos permanecen juntos con el fin de compartir electrones.



Representación cuántica

Los átomos se acercan hasta que los orbitales **se solapan**.

Los electrones de ambos átomos se mueven ahora en una "zona común": comparten electrones.



Tipos de sustancias covalentes:

- **Sustancias covalentes moleculares:** Los enlaces se establecen entre un número determinado y pequeño de átomos que forman la molécula representado en su fórmula.
- **Sólidos covalentes reticulares:** Los átomos, en un número no preciso, se unen mediante enlaces covalentes formando redes. No existen moléculas, su fórmula representa sólo la proporción entre sus tomos. Ej. Diamante, grafito, sílice.

Sustancias covalentes moleculares

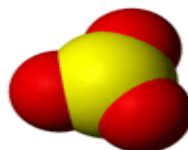
Las moléculas se representan de manera abreviada mediante las fórmulas químicas..



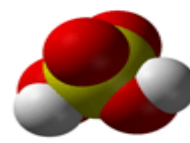
Molécula de H₂O



Molécula de CO₂



Molécula de SO₃



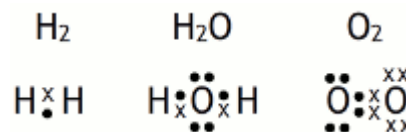
Molécula de H₂SO₄

Los compuestos con enlace covalente tienen las propiedades siguientes:

- ✓ **Las unidades estructurales básicas son las moléculas.**
- ✓ **Suelen ser gases o líquidos.** Si son sólidos presentarán puntos de fusión relativamente bajos ya que entre las moléculas existen unas fuerzas de atracción bastante débiles.
- ✓ **Tienen puntos de fusión y ebullición bajos.**
- ✓ **Suelen ser poco solubles en agua.**
- ✓ **Son malos conductores de la corriente eléctrica,** incluso disueltos o fundidos (no hay cargas libres)

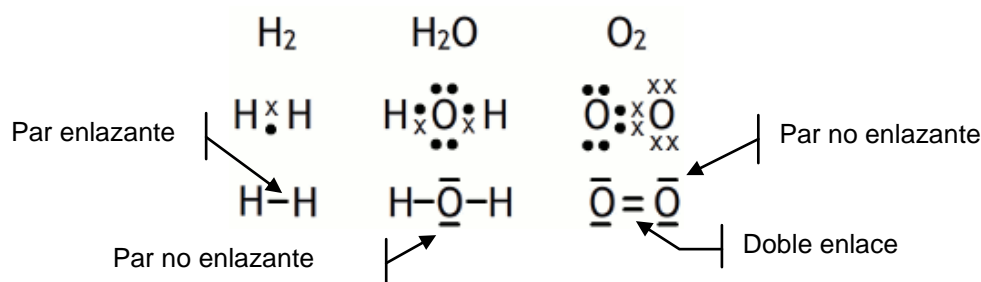
Diagrama de Lewis

Para representar las moléculas resultantes de la unión mediante enlace covalente se utilizan a menudo los **diagramas de Lewis** (derecha). En ellos se representan por puntos (o aspás) los electrones de la capa de valencia del átomo y los electrones compartidos se sitúan entre los átomos.



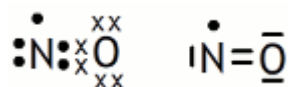
De esta manera es fácil visualizar los electrones compartidos y cómo ambos átomos quedan con **ocho electrones** (estructura de gas noble), lo que se conoce como **regla del octeto**

Para simplificar la escritura **los electrones de enlace se representan por una raya que une ambos átomos. Los pares no enlazantes se representan por rayas situadas en el símbolo del elemento:**



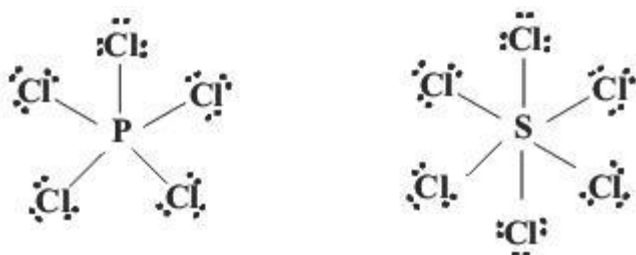
Si la suma del número de electrones de valencia de los átomos **es impar**, no es posible construir una estructura de capa cerrada (con ocho electrones para cada átomo). En este caso uno de los átomos quedará con menos electrones (estructura de capa abierta).

Ejemplo. El NO (monóxido de nitrógeno u óxido nítrico) tiene en total $5 + 6 = 11$ electrones. La mejor estructura que se puede proponer es una estructura de capa abierta para el nitrógeno:

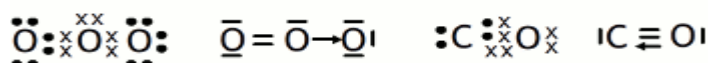


Los átomos de los elementos del tercer periodo en adelante no obedecen la regla del octeto en muchos de sus compuestos y se rodean de más de ocho electrones.

La razón es que estos elementos poseen orbitales **3d** vacíos, cuya energía no es demasiado alta y que pueden ser ocupados para compartir pares electrónicos:

**Enlace covalente coordinado o dativo**

Puede ocurrir que el par que se comparte no esté integrado por un electrón de cada uno de los átomos enlazados, sino que ambos electrones sean aportados por uno de los átomos. En este caso el enlace covalente formado recibe el nombre de **enlace covalente coordinado o dativo** y se representa por una flecha que apunta del átomo que aporta el par (dador) hacia el que lo recibe (aceptor). Aunque teóricamente el enlace dativo se distinga del enlace covalente ordinario, una vez formado, ambos son indistinguibles.



Podemos describir la molécula de ozono (O_3), de forma aproximada, con un enlace dativo entre dos de los oxígenos.

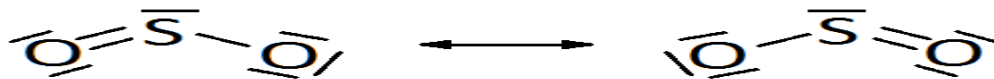
En el triple enlace carbono - oxígeno del monóxido de carbono, uno de los enlaces es dativo.

Reglas para escribir las estructuras de Lewis:

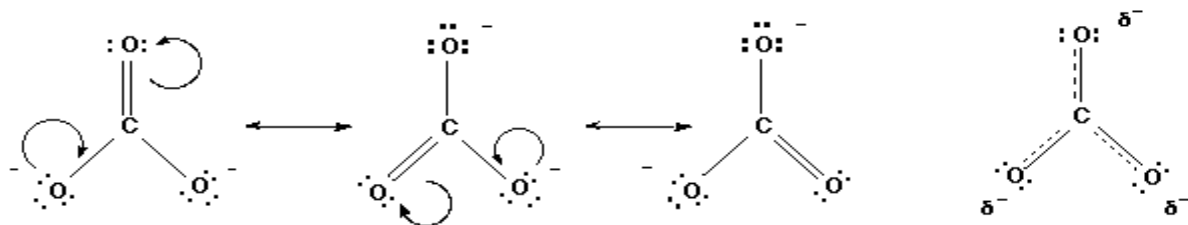
1. Coloca los átomos de la molécula de la manera más simétrica posible. Si hay más de uno, sitúa en el centro el átomo central.
2. Determina el total de los **electrones que hay en la capa de valencia** de cada átomo (A).
3. Calcula el total de electrones **que caben** en la capa de valencia de todos los átomos de la molécula (N).
4. El número total de electrones compartidos corresponde al valor $S = N - A$. De aquí se obtienen los pares compartidos que enlazan los átomos.
5. Los electrones totales no compartidos corresponden al valor $A - S$.
6. Distribuye los valores anteriores alrededor de los átomos teniendo en cuenta la regla del octeto y sus excepciones. Recuenta los electrones de valencia de cada átomo y comprueba si hay algún enlace covalente dativo.

Resonancia

Se da cuando la naturaleza de los enlaces de algunas moléculas no queda descrita adecuadamente con una sola estructura de Lewis, sino que son varias las que pueden describirse. Experimentalmente se comprueba que los parámetros de los enlaces (energía, longitud de enlace....) no corresponden a ninguno de ellos. Ej: SO_2 . El enlace S-O tiene valores intermedios entre $=$ y $-$ (doble y sencillo). La estructura real de la molécula es una mezcla de todas las formas estructurales propuestas (en este ej. 2) llamadas *formas resonantes*.



Por ejemplo, el ion carbonato CO_3^{2-} debería tener una estructura en la que el átomo central, el carbono en este caso, formara un doble enlace con uno de los átomos de oxígeno y sendos enlaces sencillos con los átomos de oxígeno que soportan la carga negativa tal y como se ve en dibujo de la izquierda. Sin embargo, esto conllevaría a que las distancias C-O y C=O deberían ser distintas, y tal y como se verá a continuación, los ángulos de enlace, también deberían ser distintos. Por difracción de rayos X se sabe que las distancias entre el átomo de carbono y cada átomo de oxígeno son iguales, así como los ángulos O-C-O. Para explicar tales datos, se supone que los e^- de enlace así como los pares electrónicos sin compartir, pueden desplazarse a lo largo de la molécula o ion, pudiendo formar más de una estructura de Lewis distinta. En el caso del ion CO_3^{2-} , se podrían formar tres estructuras de Lewis en las que el doble enlace se formara con cada uno de los átomos de oxígeno, siendo las tres válidas. Cada una de estas formas contribuye por igual a la estructura del ion CO_3^{2-} , siendo la verdadera estructura una mezcla de las tres.



Las moléculas son híbridos de resonancia. Se da en moléculas con $=$ y $-$ enlaces alternados.

La existencia de formas resonantes en una molécula conlleva un aporte negativo de energía que corresponde a la energía de resonancia que aumenta su estabilidad. Se da entre otros casos interesantes en el benceno C_6H_6

Parámetros moleculares

Son valores que caracterizan el enlace, permiten identificar la molécula covalente y se pueden calcular experimentalmente.

Energía de enlace

Se define la energía de enlace como la energía que se desprende cuando se forma el enlace entre dos átomos en estado gaseoso y fundamental.

Experimentalmente se mide por la energía de disociación o ruptura del enlace ($E > 0$). Cuanto mayor es más estable es el enlace. (*cuadro, pág. 119, tabla 3.16*)

Longitud de enlace

Se define la longitud de enlace como la distancia de equilibrio entre núcleos de átomos enlazados. (curva de estabilidad). También se denomina distancia de enlace ó internuclear.

Los valores experimentales que aparecen en las tablas son valores promedios ya que los átomos en las moléculas vibran y giran por lo que no tienen posiciones fijas.

En las moléculas homonucleares la longitud de enlace es igual a la suma de los radios atómicos. En las heteronucleares, la longitud de enlace es inferior a la suma de los radios atómicos debido al carácter iónico del enlace polar que incrementa la atracción y disminuye la distancia.

En los enlaces múltiples (dobles y triples) la distancia de enlace es menor y la energía mayor, por lo que corresponde a enlaces más fuertes que los sencillos. (*cuadro, pág. 119, tabla 3.16*)

Ángulo de enlace

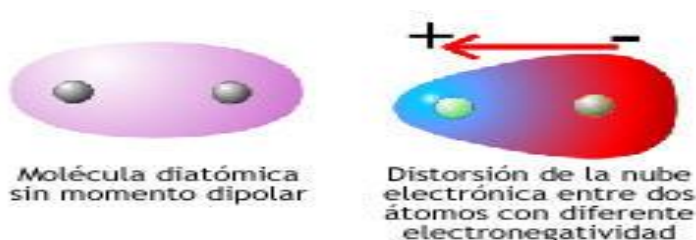
Se define el ángulo de enlace como el ángulo hipotético entre el núcleo del ángulo central y los núcleos de los átomos enlazados con él.

Los valores experimentales que aparecen en las tablas son también valores promedios por las razones anteriores.

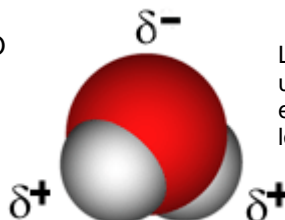
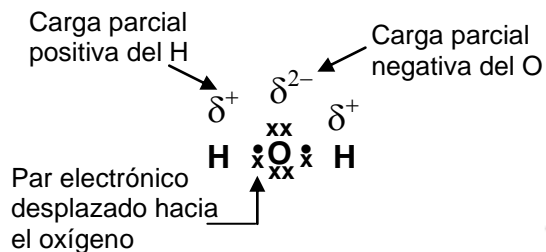
Polaridad de los enlaces covalentes

Consiste en el reparto desigual de los electrones del enlace entre los átomos que lo forman, apareciendo una carga parcial negativa sobre el átomo más electronegativo y una carga parcial positiva sobre el otro átomo. Se da cuando se enlazan átomos de diferente electronegatividad ($> 0,4$). (tabla 3.10 pág. 105)

El átomo más electronegativo atrae hacia sí la nube de electrónica compartida, creando así un desequilibrio electrostático.



Teóricamente en un enlace covalente los pares de electrones deberían compartirse por igual (digamos a un 50%). Sin embargo esto solo es cierto cuando los elementos que se enlazan son exactamente iguales o de electronegatividad muy parecida. En caso contrario, el elemento más electronegativo “tira” más del par de enlace “quedándose con más electrones”. De esta manera éste átomo “capta electrones” adquiriendo cierta carga negativa (aunque no llega a ser de una unidad lo que se correspondería con un enlace iónico), y el menos electronegativo queda con cierta carga positiva. En los extremos del enlace aparecen cargas eléctricas de signo opuesto. Es lo que se llama un **dipolo**. **Se dice que el enlace está polarizado**.

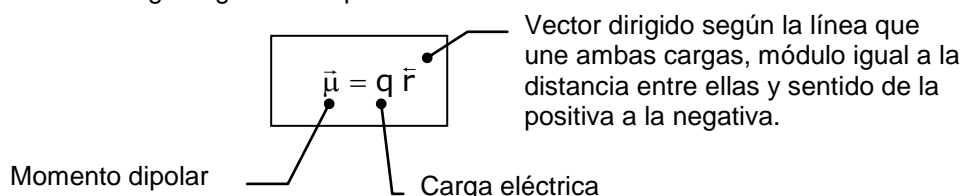


La molécula de agua, a pesar de ser un compuesto covalente, tiene cargas eléctricas debido a la polarización de los enlaces.

El enlace covalente “puro” existe, por tanto, solo cuando los elementos enlazados son idénticos (moléculas homonucleares). Ejemplos: O_2 , H_2 , N_2 ... En el resto de los casos (moléculas heteronucleares) el enlace covalente siempre estará más o menos polarizado. **Tendrá cierto porcentaje de iónico**. Realmente podríamos considerar el enlace iónico como un caso extremo de enlace covalente en el cual el enlace se ha polarizado al extremo hasta llegar a la separación total de cargas.

Para medir la polaridad de un enlace se calcula su momento dipolar (vector con origen en la carga positiva) mediante el producto de la distancia de enlace y la carga del dipolo.

- Módulo: producto de la carga por la distancia que las separa.
- Dirección: la de la línea que une ambas cargas.
- Sentido: de la carga negativa a la positiva

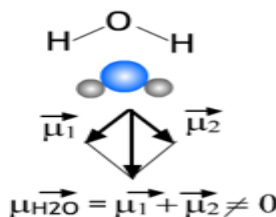
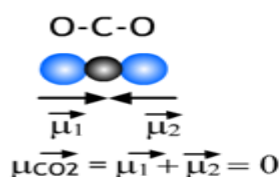


Polaridad de la molécula

Viene determinada por su momento dipolar, que corresponde a la resultante (vectorial) de los momentos dipolares (vectores) de todos sus enlaces.

El resultado dependerá de la orientación en el espacio de los enlaces y esto a su vez depende de la geometría de la molécula. Esta geometría se puede determinar entre otras formas mediante la **TRPECV**.

De esta manera, dependiendo de la geometría de la molécula, una molécula puede tener un momento dipolar nulo a pesar de tener enlaces polares



Izquierda: molécula de CO_2 . Aunque los dos enlaces CO son polares, la molécula, en conjunto, es apolar, ya que el momento dipolar resultante es nulo.

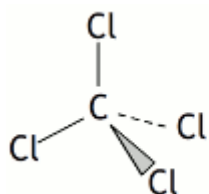
Derecha: molécula de H_2O . Los momentos dipolares de los dos enlaces H-O se suman para dar un momento dipolar total no nulo. La molécula es polar.

La polaridad de las moléculas condiciona sus propiedades, sobre todo la solubilidad.

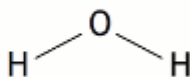
Las moléculas polares serán solubles en disolventes polares (como el agua) e insolubles en disolventes no polares (como algunos compuestos orgánicos), mientras que las moléculas con momento dipolar nulo no serán solubles en disolventes polares y sí en disolventes no polares.

NOTA. Cuando se habla de insolubilidad se quiere expresar que la cantidad de sustancia disuelta es muy pequeña. Estrictamente hasta las sustancias que podemos considerar insolubles se disuelven en una pequeñísima cantidad.

Ejemplo: Deduzca el carácter polar, o no polar, de las siguientes moléculas:



Ángulo de enlace Cl-C-Cl = $109,5^\circ$

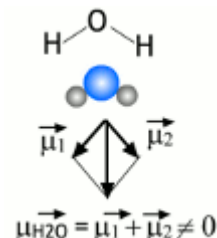


Ángulo de enlace H-O-H = $104,5^\circ$

Solución:

El CCl_4 posee enlaces polares, ya que el Cl es más electronegativo que el C. No obstante, y debido a su geometría, **el momento dipolar total de la molécula es nulo** (el CCl_4 es insoluble en agua).

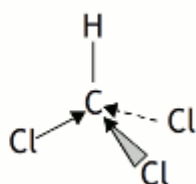
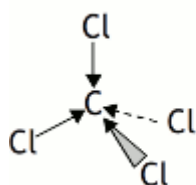
La molécula de agua, también tiene enlaces polares, ya que el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, pero como tiene una estructura angular el momento dipolar de la molécula no es nulo (ver figura). De ahí que el agua sea un disolvente polar.



Ejemplo: Las moléculas de CCl_4 y de CHCl_3 presentan geometría molecular tetraédrica. Sin embargo, el CHCl_3 es diez veces más soluble en agua que el CCl_4 . Explique la diferencia de solubilidad en agua de las dos sustancias

Solución:

El CCl_4 tiene enlaces polares debido a la diferencia de electronegatividad C-Cl, pero al tener geometría tetraédrica el momento dipolar total será nulo. **Será insoluble en agua** (ver nota más arriba).



Sin embargo el CHCl_3 tendrá un momento dipolar no nulo, ya que el enlace C-H no es polar, ya que la electronegatividad de ambos elementos es similar.

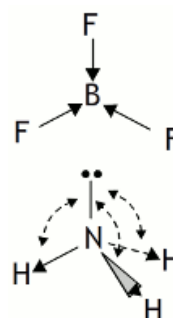
Efectivamente al sumar (vectorialmente) los tres momentos dipolares de los enlaces C-Cl se obtiene un momento dipolar resultante no nulo.

Este compuesto, por tanto será soluble en agua.

Ejemplo: Las moléculas de NH_3 y BF_3 presentan las geometrías de pirámide trigonal y triangular plana, respectivamente. Indique, de forma razonada, cual de los dos será más soluble en agua.

Solución:

La configuración triangular plana del BF_3 condiciona que el momento dipolar total de la molécula sea nulo. **Será muy poco soluble en agua.**



El amoníaco, sin embargo, presenta geometría de pirámide trigonal debido a la distorsión experimentada en la configuración tetraédrica por la repulsión más intensa del par no enlazante. Esto lleva a que el momento dipolar de la molécula no sea nulo. **Será soluble en agua.**

Teoría de la repulsión de los pares electrónico de valencia. TRPECV

“Los pares electrónicos de la capa de valencia del átomo central de un compuesto se sitúa en el espacio de forma que haya una separación máxima entre ellos para que la repulsión sea mínima”.

Esta teoría permite determinar la geometría molecular, imprescindible para determinar la polaridad de la molécula (resultado del momento dipolar de sus enlaces).

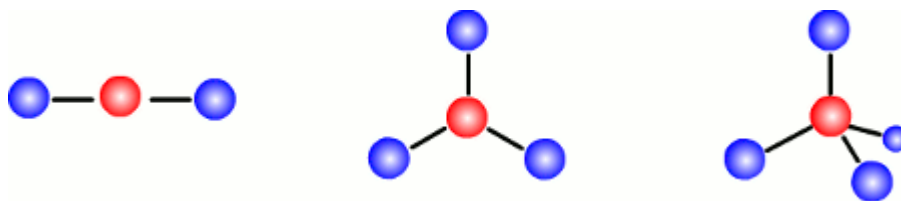
En ella se consideran los pares electrónicos enlazados y los no enlazados que rodean al átomo central.

Si se consideran las repulsiones entre los pares electrónicos de la capa de valencia (**RPECV**) se puede establecer la geometría de las moléculas con cierta facilidad.

El concepto básico en el que se apoya el método es que los pares electrónicos enlazantes y no enlazantes situados sobre el átomo central tenderán a colocarse en la posición que haga mínimas las repulsiones entre ellos (ver figura más abajo).

Los enlaces múltiples se tratan, a efectos repulsivos, como si fueran un enlace sencillo.

La existencia de pares no enlazantes sobre los átomos altera la geometría molecular, ya que su efecto repulsivo es mayor que el de los enlazantes



Estructuras que hacen mínimas las repulsiones entre pares de enlace

Izquierda: Dos pares. **Estructura lineal. (180°)**

Centro: Tres pares. **Estructura triangular plana (120°)**

Derecha: Cuatro pares. **Estructura tetraédrica ($109,5^\circ$)**

Otros: Cinco pares: Bipirámide trigonal ($120^\circ / 90^\circ$)

Seis pares: Octaédrica (90°)

Por tanto para establecer la geometría de una molécula seguir los siguientes pasos:

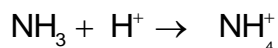
1. **Obtener la estructura de Lewis para la molécula correspondiente.**
2. **Considerar el número de átomos + pares no enlazantes situados sobre el átomo central (si existen enlaces múltiples, cuentan como un único par).**
3. **Considerar, inicialmente, la estructura que minimiza las repulsiones entre pares.**
4. **Considerar las posibles deformaciones (variaciones de los ángulos de enlace) que pueda originar en la estructura inicial las repulsiones debidas a pares no enlazantes, más fuertes que las de los pares enlazantes. La intensidad de repulsión entre pares decrece según:**
 - **No enlazante - no enlazante (mayor repulsión)**
 - **No enlazante - enlazante**
 - **Enlazante - enlazante (menor repulsión)**

Ejemplo 1

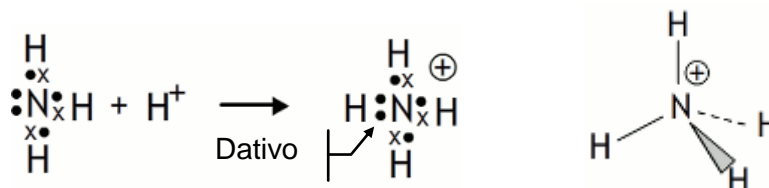
Para el catión NH_4^+ , deduzca la estructura de Lewis, nombre y dibuje la estructura molecular e indique los ángulos de enlace aproximados

Solución:

Podemos simbolizar la formación del catión de la forma siguiente:



Por tanto la estructura de Lewis se puede deducir añadiendo un protón al amoníaco:

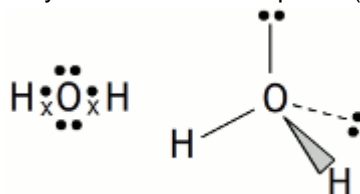


El nitrógeno tiene, por tanto, cuatro pares enlazantes. Se ha de esperar una **estructura tetraédrica con unos ángulos de enlace de 109° aproximadamente ($109,5^\circ$)**.

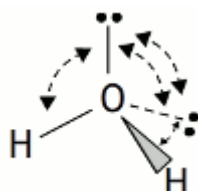
Ejemplo 2

Para la molécula de H_2O a) dibuje la estructura de Lewis, b) deduzca y dibuje su geometría electrónica y molecular e indique los ángulos de enlace aproximados

Solución: Según el diagrama de Lewis para el agua deberíamos esperar una geometría tetraédrica ya que sobre el oxígeno hay un total de cuatro pares (dos enlazantes y dos no enlazantes)



Si ahora consideramos la intensidad de la repulsión entre pares concluiremos que la repulsión entre dos pares no enlazantes es mucho mayor que entre un par no enlazante-par enlazante y entre estos mayor que entre dos pares enlazantes. Como consecuencia de ello la estructura tetraédrica se deformará haciendo que el ángulo entre los hidrógenos enlazados sea menor que el correspondiente a la geometría tetraédrica. Luego la geometría que se debe esperar para la molécula de agua es una estructura angular (los pares electrónicos son invisibles) con un ángulo inferior a $109,5^\circ$



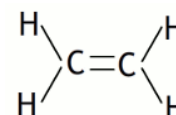
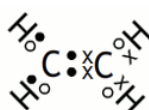
El ángulo, medido experimentalmente, para la molécula de agua es de $104,5^\circ$

Ejemplo 3

Para la molécula C_2H_4 deduzca la estructura de Lewis, nombre y dibuje su geometría molecular e indique los ángulos de enlace aproximados

Solución:

Diagrama de Lewis:



Sobre cada carbono hay tres pares enlazantes (el enlace doble cuenta como un solo par) que se repelerán con la misma intensidad. Presentarán, por tanto una estructura triangular plana con ángulos de 120°

Ej de moléculas más habituales: $\text{CO}_2 \rightarrow$ Lineal; BH_3 , ó $\text{BF}_3 \rightarrow$ triangular; $\text{CH}_4 \rightarrow$ tetraédrica

$\text{NH}_3 \rightarrow$ piramidal; $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ angular

TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA (E.V.)

Según la Teoría del enlace de valencia, en la formación de enlaces entre dos átomos participan sus orbitales de la capa de valencia.

Para que se produzca un enlace, generalmente, cada átomo tiene que tener un orbital con un electrón desapareado. La compartición de electrones, propia del enlace covalente, se explica por la aproximación de las nubes de carga de los orbitales, lo que se indica diciendo que los orbitales solapan.

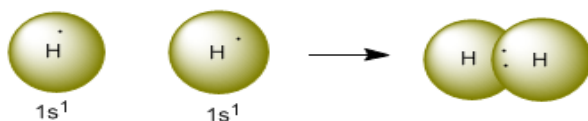
La fórmula molecular, en estos casos, dependerá de la covalencia o valencia covalente de los átomos que enlazan. La valencia covalente es el número de enlaces covalentes que puede formar un átomo y se relaciona con el número de electrones desapareados que el átomo tiene en su configuración fundamental o, en aquella otra, que no se diferencie mucho en energía con la fundamental.

El enlace covalente es un enlace dirigido y saturado.

Se dice que es saturado porque los elementos tienden a completar de electrones su capa de valencia.

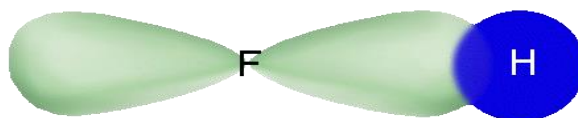
El enlace covalente es direccional porque los solapamientos se producen en una dirección determinada. Este hecho está relacionado con la geometría de la molécula y la consecuente búsqueda de una disposición geométrica de los átomos que enlazan que evite en lo posible, las repulsiones entre los pares electrónicos.

Se llama “**covalencia**” al nº de e^- desapareados y por tanto al nº de enlaces que un átomo forma. Así, 2 átomos de H ($1s^1$) tienen cada uno 1 e^- desapareado en un orbital “s” y formarían un orbital molecular en donde alojarían los 2 e^- .



Molécula de HF:

En el caso del fluoruro de hidrógeno, el enlace se explica por el solapamiento entre el orbital 1s del hidrógeno y uno de los orbitales 2p del flúor, evidentemente con el orbital 2p que tenga el electrón desapareado.



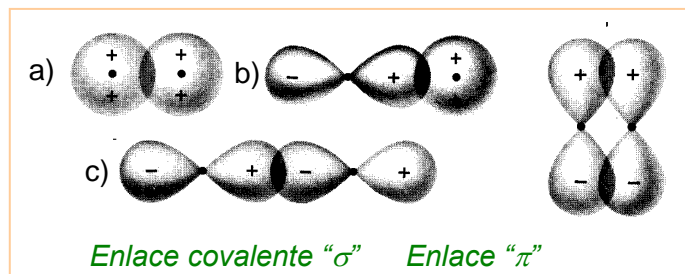
Enlaces sigma (σ) y pi (π):

El solapamiento entre dos orbitales se puede producir de dos formas distintas:

- **Por solapamiento frontal.** Es decir, sobre la línea de unión imaginaria que une los núcleos. Se dice que se produce un enlace de tipo sigma. “ σ ” Puede ser:
 - a) Entre dos orbitales “s”
 - b) Entre un orbital “s” y uno “p”
 - c) Entre dos orbitales “p”.

- **Por solapamiento lateral.** En este caso, hay dos zonas de solapamiento, una a cada lado de la línea de unión de los núcleos atómicos. Cuando esto ocurre, se dice que el enlace es de tipo pi. “ π ”. El enlace de tipo pi se da cuando se tiene enlaces múltiples. si en enlace es doble, el segundo solapamiento es lateral “ π ” (pi); si el enlace es triple, existe un solapamiento “ σ ” y dos “ π ”. Los enlaces “ π ” más conocidos se producen a partir de orbitales atómicos “p”.

El enlace sigma estabiliza más la molécula y se produce preferentemente al enlace pi.



HIBRIDACIÓN DE ORBITALES ATÓMICOS.

Para explicar la **geometría de la moléculas** (ángulos y distancia) y la covalencia de ciertos átomos se formuló la “**teoría de la hibridación**”, que se basa en que los orbitales atómicos de distinto tipo de un mismo átomo pueden combinarse entre sí para formar orbitales híbridos de igual energía entre sí, que se sitúan en el espacio de manera que la repulsión sea mínima, cuando los átomos van a formar un enlace. ([Ver enlace](#))

Así, por ejemplo, el carbono “C” forma cuatro enlaces en compuestos como el CH_4 y en la mayoría de compuestos que forma (para ello precisa promocionar el e^- del orbital 2s al 2p y a continuación formar 4 orbitales de igual energía a partir del 2s y de los 3 orb. 2p).

No todos los orbitales de un mismo átomo pueden hibridarse. Para que la **hibridación** tenga lugar es necesario que bien se trate de:

- Orbitales atómicos que vayan a formar enlaces “ σ ”.
- Orbitales atómicos con parejas de e^- sin compartir.

Por el contrario, **no se hibridan**:

- Los orbitales atómicos que van a formar el segundo o tercer enlace (π).
- Los orbitales atómicos vacíos.

Tipos de hibridación

Los principales tipos de hibridación son los siguientes:

Hibridación sp^3 . Se hibridan un orbital “s” y tres orbitales “p”. Se forman cuatro orbitales con orientación dirigida hacia los vértices de un tetraedro.

- 4 enlaces sencillos. Ejemplo: metano
- 3 enlaces sencillos + 1 par e^- sin compartir. Ejemplo: NH_3
- 2 enlaces sencillos + 2 par e^- sin compartir. Ejemplo: H_2O

Hibridación sp^2 . Se hibridan un orbital “s” y dos orbitales “p”. Se forman tres orbitales dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilátero.

3 enlaces sencillos.

Ejemplo: BF_3

- 1 enlace doble y 2 sencillos.

Ejemplo: eteno

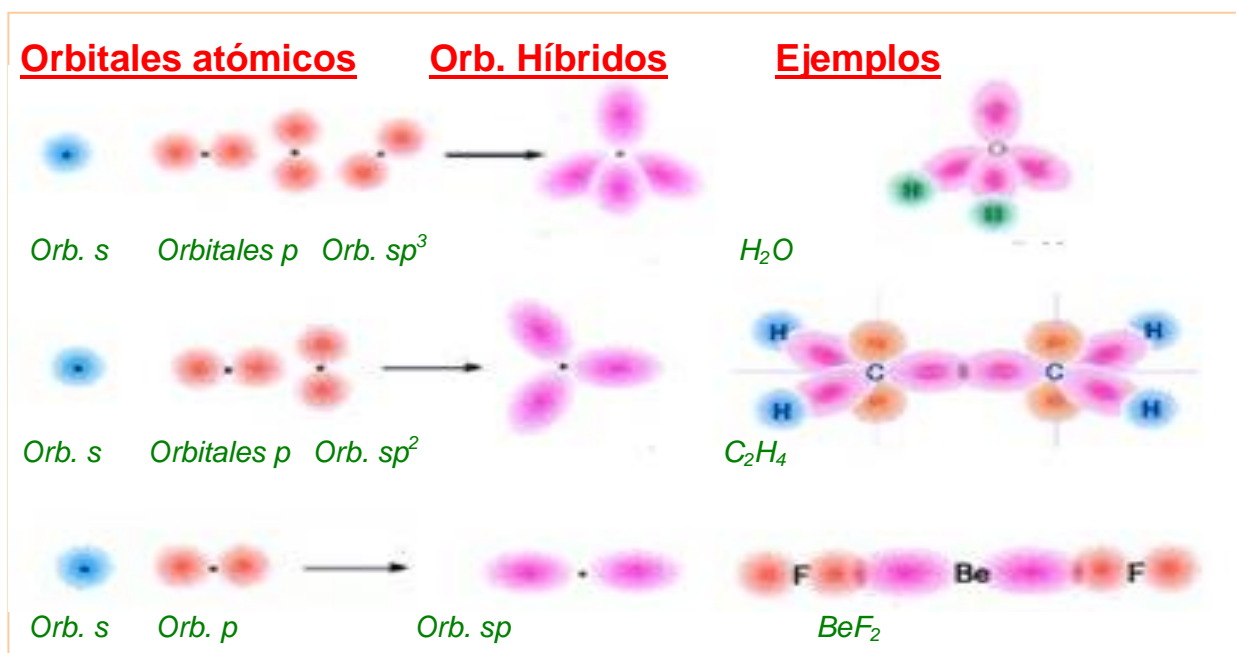
Hibridación sp Se hibridan un orbital “s” y un orbital “p”. Se forman dos orbitales que forman entre sí un ángulo de 180° .

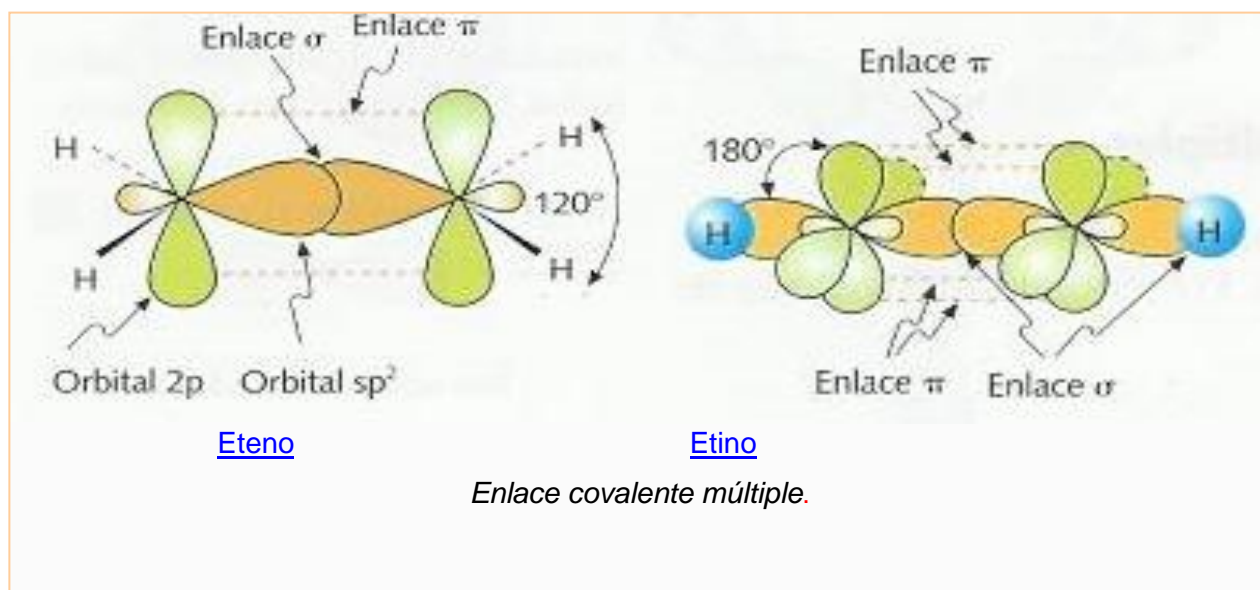
- 2 enlaces sencillos.
- 2 enlaces dobles.
- 1 enlace triple y 1 sencillo.

Ejemplo: BeF_2

Ejemplo: CO_2

Ejemplo: etino C_2H_2



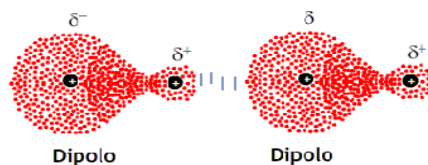


Fuerzas intermoleculares

- Mantienen unidas las moléculas de sustancias covalentes moleculares y afectan a sus propiedades físico-químicas como el estado físico en que se presentan, su solubilidad etc...
- Son fruto de la interacción entre las moléculas.
- No tienen rango de enlace pues su rango energético es inferior a 40 KJ/mol .
- Son básicamente fuerzas de atracción dipolo-dipolo y existen dos tipos :

Fuerzas de Van der Waals

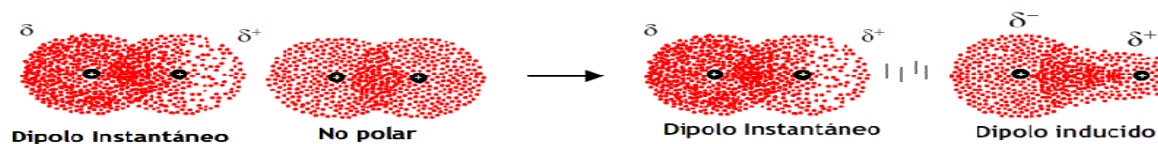
- Son fuerzas de tipo electrostático (entre 1 y 7 kJ/mol) inferiores a los puentes de hidrógeno.
- En las **moléculas polares:** Los dipolos existen y pueden interactuar entre sí produciendo uniones débiles. Esto modifica las constantes físicas aunque menos que los puentes de hidrógeno.



- En las **moléculas apolares:** Unas veces estas interacciones se deben a que las moléculas polares inducen dipolos en las no polares, estableciéndose ***interacciones dipolo-dipolo inducido***. Estas interacciones son las que ocurren, por ejemplo, en una mezcla de HCl (polar) y CH₄ (no polar).



La movilidad de las nubes electrónicas puede provocar una asimetría eléctrica dando lugar a dipolos instantáneos que a su vez pueden provocar dipolos en otras moléculas cercanas, produciéndose las consiguientes atracciones entre ellos. A estas últimas interacciones se les denomina también **fuerzas de dispersión o de London**.



Las fuerzas de van der Waals son de corto alcance (disminuyen rápidamente al aumentar la distancia) y la interacción se produce a una distancia de equilibrio en la que la atracción entre dipolos iguala a la fuerza de repulsión entre las nubes de electrones.

Las interacciones de van der Waals son importantes cuando los átomos son grandes, debido a que son más fácilmente polarizables.

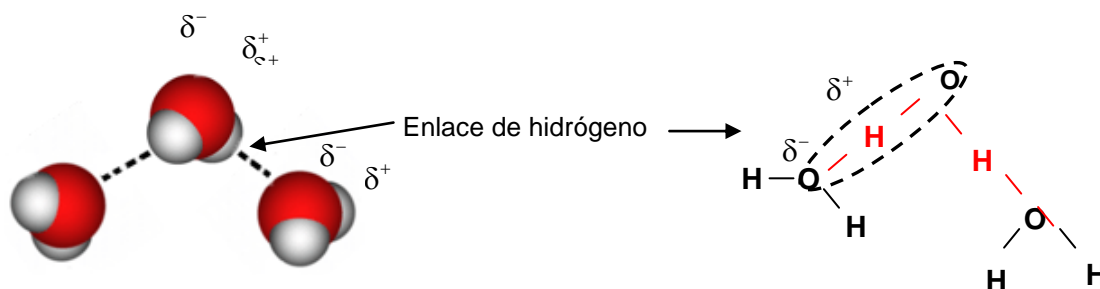
El enlace covalente es, aproximadamente, 5000 veces más estable que una interacción de van der Waals.

Enlace de hidrógeno: Puente de hidrógeno

Se da entre moléculas que tienen unido átomos de elementos muy electronegativos y pequeños (F, O, N). En estos casos, el elemento unido al hidrógeno atrae gran parte de la carga del enlace que los mantiene unidos, dejando una fuerte densidad de carga positiva sobre el hidrógeno y negativa sobre el otro elemento, lo que permite que se establezcan atracciones electrostáticas que, sin ser muy grandes, al menos son apreciables. La energía de esta unión (entre 8 y 40 kJ/mol), es inferior a los 125- 1100 kJ/mol correspondientes a un enlace intramolecular de los ya vistos. Por esta razón no se considera un enlace.

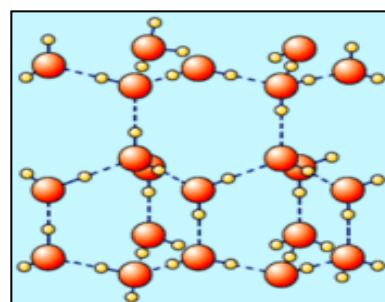
Explica puntos de fusión y ebullición anormalmente altos del agua

El átomo de oxígeno de una molécula de agua tiene una carga parcial negativa que es atraída por la carga parcial positiva del hidrógeno de una molécula vecina. De esta manera ambas moléculas quedan “unidas” mediante el átomo de hidrógeno que hace de “puente” entre ambas.



El oxígeno (esfera roja) tiene cierta carga parcial negativa, mientras que el hidrógeno (esfera blanca) tiene carga parcial positiva, produciéndose una **atracción electrostática entre ambas**. El átomo de hidrógeno hace de “puente” entre ambas moléculas.

Los puentes de hidrógeno en el agua forman estructura exagonal mucho espacio libre que justifica la menor densidad del hielo.



Moléculas de agua unidas mediante enlaces de hidrógeno

con

Ejemplo 1

Los valores de los puntos de ebullición normales del Cl_2 y del I_2 son 239 y 457 K, respectivamente. Explique la diferencia observada en estos valores de los puntos de ebullición normales.

Solución:

La diferencia en las temperaturas de ebullición de más de 200 grados hace pensar en la existencia de fuerzas intermoleculares mucho más intensas en el yodo que en el cloro.

Efectivamente el yodo es un átomo mayor que el cloro. Debido a esto es mucho más polarizable.

Aunque el I_2 está formado por moléculas no polares, se puede pensar que, debido a la polarizabilidad del yodo, se formen dipolos instantáneos que, a su vez, provocarán la aparición de dipolos inducidos. **Habrà en consecuencia fuerzas entre las moléculas tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido (fuerzas de London).**

La existencia de las interacciones dipolo instantáneo - dipolo inducido hace que haya que suministrar una energía adicional para romper estas interacciones, lo que provocará un aumento en la temperatura de ebullición frente a sustancias que no tengan este tipo de interacción (el Cl_2 , por ejemplo, mucho menos polarizable debido a su pequeño tamaño).

Ejemplo 2

A partir de los siguientes datos:

Propiedad física	Sustancias	
	H_2O	H_2S
Punto ebullición normal ($^{\circ}\text{C}$)	100,0	- 60,7
Punto de fusión normal ($^{\circ}\text{C}$)	0,0	- 85,5

- Indique, de forma razonada, la sustancia que presenta fuerzas intermoleculares más intensas.
- Indique el tipo de fuerzas intermoleculares que presenta cada una de las sustancias.

Solución:

- La enorme diferencia en las temperaturas de fusión y ebullición entre dos compuestos similares como el H_2O y el H_2S es debida a la existencia de enlaces de hidrógeno en el caso del agua, mientras que este tipo de interacción no existe en el H_2S . Esto es debido a que el O tiene mayor electronegatividad que el S, y a su menor tamaño. En enlace de hidrógeno se da cuando átomos con electronegatividad elevada y pequeños, tales como O, N y F están unidos al H.
- Las moléculas de agua son polares y a los enlaces de hidrógeno, probablemente tengamos que añadir interacciones dipolo-dipolo, menos intensas.

En el caso del H_2S , al no formarse enlaces de hidrógeno, solo existirán las interacciones dipolo-dipolo debidas a la polaridad molecular. Estas interacciones son del tipo de van der Waals y son mucho menos intensas que los enlaces de hidrógeno. De ahí que a temperatura ambiente el H_2O es un líquido y el H_2S es un gas.

Ejemplo 3

A partir de los siguientes datos:

Propiedad física	Sustancias	
	NH_3	PH_3
Punto ebullición normal (K)	240	185

Punto de fusión normal (K)	195	139
----------------------------	-----	-----

- Indique, de forma razonada, la sustancia que presenta fuerzas intermoleculares más intensas.
- Indique el tipo de fuerzas intermoleculares que presenta cada una de las sustancias.

Solución:

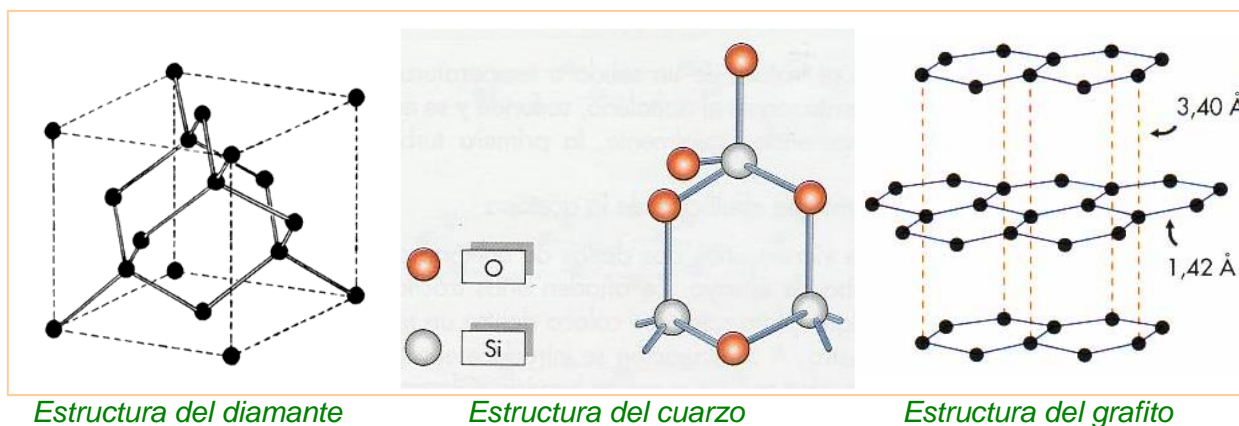
- La gran diferencia en las temperaturas de fusión y ebullición entre dos compuestos similares como el amoníaco y el fosfano es debida a la existencia de enlaces de hidrógeno en el caso del amoníaco, mientras que este tipo de interacción no existe en el PH_3 . Esto es debido a que el N tiene mayor electronegatividad que el P, y a su menor tamaño.
- Las moléculas de amoníaco son polares (geometría de pirámide trigonal) y a los enlaces de hidrógeno, probablemente tengamos que añadir interacciones dipolo-dipolo, menos intensas.

En el caso del PH_3 , al no formarse enlaces de hidrógeno, solo existirán las interacciones dipolo-dipolo debidas a la polaridad molecular (geometría de pirámide trigonal). Estas interacciones son del tipo de van der Waals y son mucho menos intensas que los enlaces de hidrógeno.

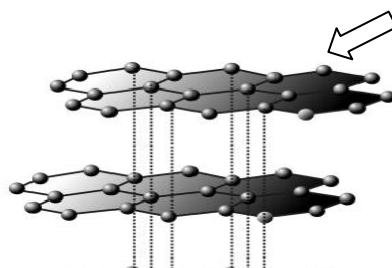
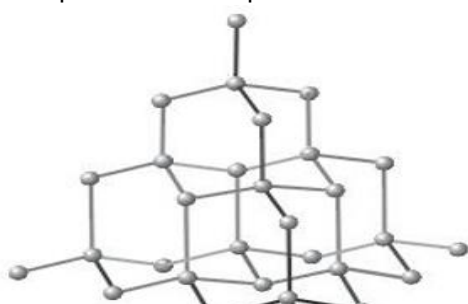
Sólidos covalentes:

Todos los átomos de un cristal están unidos por enlaces covalente, pudiendo considerar éste como una molécula gigantesca. Por ello y dada la fortaleza de este enlace los sólidos covalentes tienen:

- Gran dureza.
- Puntos de fusión y ebullición muy altos por lo que son sólidos a temperatura ambiente.
- Son insolubles en todo tipo de disolvente.
- Son malos conductores pues no tienen electrones libres.



El carbono se presenta en la naturaleza con diferentes estructuras que se muestran a continuación. En todas ellas existen enlaces covalentes entre los átomos y algunas de ellas, como el grafito, están adquiriendo una importancia creciente por sus sorprendentes propiedades.

**Grafito**

Los carbonos se unen entre sí mediante tres enlaces covalentes formando hexágonos, que a su vez se distribuyen en capas que se mantienen débilmente unidas gracias a electrones que se sitúan entre ellas. Estos electrones se pueden mover con cierta facilidad lo que confiere al grafito propiedades

Grafeno El grafeno es una red perfectamente regular de átomos de carbono con sólo dos dimensiones, largo y ancho. La unidad básica que se repite consiste en seis átomos de carbono con enlace covalente formando un patrón hexagonal. El grafeno es prácticamente transparente y buen conductor de la electricidad. Sería, por tanto, adecuado para la construcción de pantallas táctiles transparentes, paneles luminosos y, tal vez, células solares. También algunos plásticos podrían convertirse en conductores mezclados con 1% de grafeno..

